



## **INTRODUCCIÓN**

[ma1](#)

[Índice](#)

- Teoría atómica de Dalton
- Descubrimiento del electrón
- Modelo atómico de Thomson

Explica iones y comportamiento eléctrico de la materia.

- Descubrimiento de la radiactividad ==> Experiencia de Rutherford
- Modelo de Rutherford.
- Partículas subatómicas
  - Descripción
  - Z, N, A.
  - Masa atómica relativa

## **ESTRUCTURA ATÓMICA**

**El estudio de la estructura de los átomos se hace analizando la interacción de las ondas electromagnéticas y la materia.**

### **RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA** (pág 33)

[ma6](#)

\* Onda que se mueve a la velocidad de la luz©. Tiene (como toda onda)  $\lambda$ , T, f y v.

- Maxwell argumentó que están formadas por el acoplamiento de un campo eléctrico y otro magnético perpendiculares con una v de propagación igual a la de la luz
- Transportan energía
- No necesitan soporte material.
- Espectro electromagnético es el conjunto de radiaciones electromagnéticas. Se divide en varias zonas de las cuales una corresponde a la zona visible ( 400 nm – 900 nm ).

*Fig 1.17 pág37*



## HIPÓTESIS DE PLANCK

pág 32

Tras el estudio de la radiación emitida por un cuerpo negro, Planck concluyó que la radiación electromagnética no era un continuo. Propuso que la radiación electromagnética era emitida en forma de pequeños paquetes de energía, cuantos de radiación o fotones, cuya energía dependía de su frecuencia.

====> **Los elementos absorben o emiten sólo determinadas frecuencias.**

====> **Cada átomo puede absorber o emitir energía radiante en cantidades proporcionales a su frecuencia.  $E = h \cdot f$   $h = \text{cte de Planck}$ .**

Si la energía de los átomos sólo puede absorber o emitir de forma discontinua (múltiplo de  $h$ ) ==> **“La energía radiante está cuantizada.  $E = n \cdot h \cdot f$ ”**

**El cuanto es la unidad mínima de energía. (cuanto = energía =  $h \cdot f$ )**

**El fotón es la unidad mínima de radiación a la que le corresponde la energía del cuanto.** ( el fotón es tan pequeño que al percibirlo da sensación de continuo).

Ejerc 2, 3 pág 33

## ESPECTROS ATÓMICOS

[ma6](#)

**“Conjunto de radiaciones que emiten los átomos”:**

Cuando se hace llegar a la materia radiación electromagnética, los átomos absorben y posteriormente emiten radiación de acuerdo a su estructura interna.

====> Los elementos se pueden identificar por el color que emiten. Se observan bandas por ser muchos los átomos excitados.

**Espectrofotometría:** Primero se lleva la muestra a estado gaseoso, luego se excita y se analiza la radiación.

Las sustancias excitadas emiten radiaciones que mediante un espectroscopio que contiene un prisma se desdobla en diferentes frecuencias. Se observan diferentes líneas brillantes, cada raya corresponde a una frecuencia.

Cada elemento produce un espectro diferente que le identifica.

**Espectros de emisión:** Recoge la radiación emitida por una muestra que contiene átomos con electrones excitados que tienden a volver espontáneamente a sus estados fundamentales.

**Espectros de absorción:** Recoge la radiación que se ha hecho pasar por una muestra. Ésta absorbe radiación con la que los electrones de los átomos pasan a un estado excitado, las radiaciones absorbidas aparecen como líneas negras.

El espectro de hidrógeno es el más estudiado por ser el más sencillo.

Se observan diferentes series de rayas que estudiaron Balmer, Lyman..... Se encontraron relaciones matemáticas entre la longitud de onda y el número de la raya.

$$1/\lambda = R (1/n^2 - 1/m^2) \quad n < m$$

***Series espectrales . pág 39***



[ma7](#)

## **INTERPRETACIÓN DE LOS ESPECTROS. MODELOS ATÓMICO DE BOHR**

El modelo de Rutherford no es estable. Los electrones perderían energía y caerían sobre el núcleo por ser una carga acelerada, según las leyes del Electromagnetismo.

Rutherford no tuvo en cuenta los trabajos publicados en la época (hipótesis de Planck, efecto fotoeléctrico, espectros...) y por eso cometió errores.

Bohr tuvo en cuenta estos fenómenos, interpretó los espectros y dió un nuevo modelo atómico resumido en tres postulados:

Sugiere la existencia de ciertos estados energéticos en los átomos.

Propone un modelo atómico planetario con ciertas restricciones impuestas por sus tres postulados. (pág 40)

**1°**---Un electrón puede girar en torno al núcleo sin emitir energía en determinadas **órbitas** llamadas **estacionarias**.

**2°**----El electrón se mueve en órbitas circulares, estas órbitas se les llamó niveles de energía y se les representó por el valor  $n = 1, 2, 3, \dots$  =  $\rightarrow$  número cuántico principal.

Sólo son posibles aquellas que cumplen .  $L = n \cdot h / 2 \pi$  ,

$L = mvr$  ==> momento angular, cantidad de movimiento de las partículas que giran.

**3°**---- Un electrón puede pasar de una órbita a otra absorbiendo o emitiendo un fotón de radiación cuya energía:

$$E = E_f - E_i = h \cdot f$$

### **Desarrollo matemático del modelo de Bohr:**

(pág 41)

\* Permite calcular el radio de la órbita y la energía del electrón en las mismas.

Parte de :  $F_c = F_{\text{Coulomb}}$  y  $m v r = n \cdot h / 2 \pi$  (2° postulado de Bohr)

Se obtiene .  $r = n^2 \cdot \left[ \frac{h^2}{4\pi^2 m k e^2} \right]$   $n$  , es un número entero =1,2,3.....(según la órbita)

El valor del paréntesis es constante

$\rightarrow$  El radio depende de  $n$  , no puede tomar cualquier valor

\* La energía total del electrón :  $E_T = E_c + E_p$

$$\text{Se obtiene } E_T = - \frac{1}{n^2} \cdot \left[ \frac{2k^2 m e^4 \pi^2}{h^2} \right]$$

Aquí también el valor del paréntesis es una constante y se obtiene un valor diferente para cada órbita.

*Fig. 1.26* pág 42

De la relación entre  $\Delta E (n_1, n_2) = \Delta E = h f$  se obtiene coincidencias con los valores obtenidos por Balmer, Lyman..... para las series espectrales.

**Ejer. 23 y 24** pág. 57



### **Correcciones al átomo de Bohr.** (pág. 44 y 45)

#### **Sommerfeld** ---Subniveles de energía---

La mejora en la técnica espectroscópica lleva a observar que las rayas observadas por Bohr estaban formadas por varias muy próximas.

Sommerfeld lo explicó afirmando que los electrones giraban en órbitas circulares o elípticas de energías muy próximas que se diferenciaban en la excentricidad.

Los niveles definidos por Bohr serían varios posibles muy próximos

=>subniveles

El subnivel viene diferenciado por el 2º número cuántico  $l$  (azimutal o secundario) .  $l = 0, 1, 2, \dots (n-1)$  según la excentricidad de la elipse.

#### **Efecto Zeeman** --Número cuántico magnético--

Los rayos espectrales sufrían un nuevo desdoblamiento al realizarse el espectro bajo la acción de un campo magnético intenso. Esto se interpretó como que era debido a la diferente orientación de las órbitas en el espacio. Este desdoblamiento debido al campo magnético se conoce como efecto Zeeman.

Se introduce un nuevo número cuántico  $m = \dots -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, \dots (-l, 0, +l)$  . Este es llamado magnético y representa las diferentes orientaciones de las órbitas en el espacio dentro de una misma energía (subnivel).

#### **El giro del electrón. Número cuántico de espín.**

Para cada subnivel y orientación dentro del subnivel, el electrón puede tener un sentido de giro (espín) o el contrario. Sus valores son  $m_s = \pm 1/2$  . Esto se dedujo tras un nuevo desdoblamiento observado en los espectros en el que todas las rayas observadas anteriormente se desdoblaban en dos.

\*\*\*\* Ej : *Cuadro de posibles números cuánticos. Cada combinación indica un electrón diferente.*



## Modelo actual del átomo. Modelo cuántico ó Mecanocuático

### ma8

Mantiene un átomo nucleado con protones, neutrones y alrededor se encuentran los electrones pero no en posiciones concretas, sino en diferentes estados estacionarios. Está basado en el Principio de Dualidad y el de Incertidumbre.

### Hipótesis d Debroglie : Dualidad onda –corpúsculo (pág. 46 y 47)

Ya estaba admitida la dualidad en la naturaleza de la luz (como onda y como corpúsculo).

Como corpúsculo  $E = m \cdot c^2$ , como onda  $E = h \cdot c / \lambda \implies \lambda = h / m \cdot c$

Representa el carácter dual del fotón (unidad d radiación).

De Broglie sugiere que también las partículas en movimiento lleva asociada una onda de  $\lambda = h / m \cdot c$

Esta teoría se confirma cuando se observan fenómenos ondulatorios (difracción) llevados a cabo con electrones.  $\implies$  « **los electrones pueden comportarse como onda** »

Explica la ecuación del 2º postulado de Bohr.

### Principio de Incertidumbre de Heisenberg (pág. 485)

« El hecho de medir provoca una alteración de la medida ».

No es posible conocer con exactitud la energía (velocidad) y la posición de un electrón. (como hacía Bohr)

### Modelo cuántico del átomo

Pág 22, 23 y 24

- El electrón se considera como una partícula con una onda asociada y quedará definida por una ecuación matemática (como le ocurre a las ondas).

- No permite saber la posición del electrón en cada momento, sino la probabilidad de encontrarlo en una región del espacio llamado **orbital**. Se renuncia por tanto a conocer su posición y se sustituye por la probabilidad de encontrarlo en un punto determinado.

- **Orbital** = Región del espacio donde hay una probabilidad alta de encontrar al electrón. Permite describir el comportamiento del electrón y la energía asociada al mismo.  $\Psi \implies$  Ecuación de onda de Schrödinger.

- Los números cuánticos surgen al resolver  $\Psi$  y definen o determinan los estados energéticos de los orbitales.

1.  **$n$  = número cuántico principal**  $\implies$  nivel de energía.  **$n = 1, 2, 3 \dots$**
2.  **$l$  = nº cuántico secundario o azimutal**  $\implies$  subnivel de energía. Forma o tipo de orbital.  **$l = 0, \dots, (n-1)$**   $l = 0 (s), l = 1 (p), l = 2 (d) \dots$
3.  **$m$  = nº cuántico magnético**  $\implies$  nº de orbital dentro de cada tipo y cada subnivel.  **$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$**
4.  **$s$  = nº cuántico de spin.**  $\implies$  representa el momento magnético intrínseco del electrón.  **$s = +1/2$**  (paralelos o antiparalelos).

Ejr. 35, 36, 37, 38 y 39. pág 57



### Estructura electrónica de los átomos

Pág 25

« Es la distribución ordenada de los electrones en los diferentes niveles y subniveles »

#### **Reglas :**

- **Principio de Aufbau** ( Regla de Moéller). « Los electrones entran en los orbitales de menor energía → menor valor de  $n+l$  ( a igual valor de  $n+l$  es de menor energía el de menor  $n$ .
- **Principio de exclusión de Pauli** : « No puede existir en un átomo dos electrones con los cuatro  $n^o$  cuánticos iguales entre sí. » En el mismo orbital sólo puede haber como máximo 2 electrones con spines opuestos, se dice que están apareados.
- **Principio de máxima multiplicidad de Hund** : « Los electrones que están en el mismo subnivel tienden a estar desapareados. » (Se colocan con spines paralelos).

⇒ Aunque el orden de llenado de los orbitales es el que viene dado por el . de Aufbau, es decir ocupando los orbitales de menor energía, hay configuraciones que presentan una especial estabilidad. Son aquellos en los que el átomo tiene semiocupado ó totalmente ocupado un subnivel energético (sobre todo en 3d, y 4s, 4d y 5s, ya que son subniveles próximos y es posible la transición de electrones del s al d correspondiente, rebajando así su energía y estabilizándose. Este argumento sirve para explicar algunas configuraciones y las valencias más probables en algunos elementos como por ej. Ag.

**La regla de Moeller (conocida de cursos anteriores) tiene en cuenta estas observaciones y permite realizar de forma rápida la distribución de los electrones en un átomo determinado**

*Ejr. 4, 5, 9, 10, 12 y 16. pág 91*